

LC 01 : Liaisons chimiques

Armel JOUAN, Géraud DUPUY

May 25, 2021

Niveau : Lycée

Prérequis :

- Schéma de Lewis (Remarque de la correctrice: enlever si on garde le I-1 tel quel, c'est comme ça qu'on fait Lewis en pratique, privilégier **représentation d'une molécule**)
- Fonctionnement du banc Kofler
- Règle du duet et de l'octet

Introduction

Dans cette leçon, nous nous intéresserons à ce qui fait la structure et la cohésion de la matière telle qu'on la connaît. Nous nous efforcerons de comprendre pourquoi les atomes forment des molécules et comment celles-ci s'agencent ensuite pour former la matière. Pour cela, il nous faut nous intéresser à la liaison chimique.

1 Notion de liaison chimique

Définition : Une liaison chimique est une interaction entre plusieurs atomes, ions ou molécules, à une distance permettant la stabilisation du système chimique et la formation d'un agrégat ou d'une substance chimique.

C'est donc une définition assez large. Il faut surtout retenir que la formation d'une liaison chimique permet de stabiliser le système chimique : c'est-à-dire de diminuer son énergie.

On va pouvoir distinguer les différents types de liaisons chimiques sur les critères suivants :

- La nature de l'interaction ;
- L'énergie de la liaison : c'est l'énergie qu'il faudrait fournir pour briser la liaison, exprimée en kJ/mol ;
- La longueur de la liaison (ou du moins la distance typique de l'interaction).

Transition didactique : On va s'intéresser dans un premier temps à des liaisons centrales en chimie, celles qui forment le squelette des molécules : les liaisons covalentes.

2 Structure de la molécule : liaisons covalentes

2.1 1eres caractéristiques

- Liaisons de haute énergie (quelques centaines de kJ/mol)
- Interactions interatomiques faisant intervenir les électrons de valence des atomes, sur des distances de quelques centaines de pm.
- Deux atomes dans leur état fondamental qui ne peuvent pas respecter la règle de l'octet ou du duet (les atomes tendent à adopter la même structure électronique qu'un gaz noble) \implies mise en commun d'un ou plusieurs électrons de valence de la part de chacun des deux atomes.
 - Exemples avec H_2 et Cl_2 . Bien faire la construction à partir du schéma de Lewis, montrer le respect des règles de l'octet et du duet.
 - La mise en commun de ces électrons diminue l'énergie du système : c'est une opération stabilisante ; la réaction associée est endothermique.
- Energie de liaison :
 - Energie à fournir pour briser la liaison.

- Réaction exothermique, ODG : 200-800 kJ/mol (300 kJ = énergie pour faire monter une tonne de 10m). La combustion permet de récupérer cette énergie.
- Longueur de liaison : ODG : 100-200 pm (exemples [sur diapo](#))

2.2 Liaisons multiples

- Cas de O_2 : pour satisfaire l'octet, formation d'une d'une liaison double
- Lien avec l'énergie de liaison : plus l'énergie est grande, plus la longueur est faible : c'est cohérent avec l'idée qu'on s'en fait (analogie avec le ressort)
- Exemple de la liaison carbone carbone simple, double ou triple avec énergie associée (1) ([sur diapo](#)).

Transition : depuis le début, on parle de partage des électrons, mais dans le cas de deux atomes différents, le partage des électrons n'est pas équivoque. C'est lié au caractère polaire d'une liaison.

2.3 Polarité d'une liaison

- Définition électronégativité χ . Remarque : c'est une échelle (pauling) relative, définie par rapport à l'électronégativité fixée d'un atome. Pour les liaisons covalentes, on prend le critère arbitraire $\Delta\chi < 1,7$.
- On parle donc de **liaisons polarisées** ($\Delta\chi > 0$) et de **liaisons non polarisées** ($\Delta\chi \simeq 0$). Donner des exemples (liaisons O-H, I-I, C-H)
- A partir de la **polarité des liaisons** et de la **géométrie des molécules**, on peut déterminer le **caractère polaire/apolaire d'une molécule** en raisonnant sur les notions de charges partielles et de barycentre des charges (ne pas parler de moment dipolaire !) :
 - exemple de l'eau : liaison covalente ($\Delta\chi < 1,7$) mais les électrons sont plus attirés par O. Noter les charges partielles et montrer que les barycentres sont disjoints. Les liaisons sont polarisées et la molécule est **polaire**.
 - **Manip : Mettre en évidence le caractère polaire de l'eau avec un filet d'eau et une baguette en verre/plexi chargée avec une peau de chat.**
 - Exemple du cyclohexane, ou du tétrachlorométane : montrer que les barycentres des charges positives et négatives sont confondus. Ces molécules sont donc **apolaires**.
- On sépare donc les **molécules** en deux catégories :
 - barycentres des charges disjoints : **molécule polaire**
 - barycentres des charges confondus : **molécule apolaire**

Transition : on a caractérisé les liaisons qui sont à la base des molécules, intéressons-nous à celles qui assurent la cohésion de la matière, plus faibles en énergie que les liaisons covalentes.

3 Cohésion de la matière : liaisons faibles

3.1 Liaisons hydrogène

- Définition liaison hydrogène : interaction de nature électrostatique entre un atome d'hydrogène porté par un atome A très électronégatif et un atome B très électronégatif porteur d'un doublet non liant. (Faire un schéma). A et $B \in (\text{Cl}, \text{O}, \text{N}, \text{F})$
- ODG énergie (10-20 kJ/mol) et distance (250 pm)
- Remarque : une liaison hydrogène peut être inter ou intra-moléculaire.
- **Sur diapo :**
 - Exemple des liaisons H dans l'eau, qui expliquent la haute température d'ébullition pour l'eau. Comparer qualitativement avec l'éthanol qui en fait moins.
 - Exemple des acides maléique et fumarique, avec T_f différentes. Explication avec liaisons hydrogène intra/inter-moléculaires.
- **Manip :** Prise du point de fusion de l'acide maléique ($T_f = 135\text{ °C}$) et comparaison avec l'acide fumarique ($T_f = 287\text{ °C}$)

3.2 Interactions de Van der Waals

- **Sur diapo :** interaction entre molécules polaires et entre molécules apolaires (polarisation par influence).
- Définir les interactions de Van der Waals dans les trois cas : interactions polaire/polaire, polaire/apolaire et apolaire/apolaire. Ce sont des interactions intermoléculaires.
- ODG en énergie : 1-10 kJ/mol (comparer à liaison H), en distance : 500 pm (cohésion de groupe)
- **Sur diapo :** Présentation de la manip des petits papiers.
- **Manip :** petits papiers dans eau/cyclohexane.

Conclusion de la leçon

Ouverture vers les liaisons ioniques ($\Delta\chi > 1,7$).

Manipulations, Ressources

- (1) https://uel.unisciel.fr/chimie/strucmic/strucmic_ch05/co/apprendre_ch05_09.html pour les valeurs d'énergie de liaison.

Notion sur lesquelles se refaire une petite culture

- Se refaire une culture sur le degré d'ionicté d'une liaison ionique.
- La liaison ionique est une limite de la liaison covalente ; il n'existe pas de liaison purement ionique.
- Echelles d'électronégativité : Pauling relative avec référence du Fluor (celle au programme). Mulliken absolue avec grandeurs énergétiques des atomes.

B.O. 1ere STL

Notions et contenus	Capacités exigibles
Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion. Théorie VSEPR.	<ul style="list-style-type: none">- Interpréter ou établir le schéma de Lewis de molécules ou d'ions contenant des doublets liants, doublets non-liants, doubles liaisons, triples liaisons.- Utiliser la théorie VSEPR pour déterminer la géométrie d'espèces de formules chimiques AX_nE_m, avec $n+m \leq 4$, l'atome central étant donné.- Écrire des formes mésomères des ions nitrate et carbonate pour interpréter leur géométrie. Capacité numérique : utiliser un logiciel de représentation moléculaire pour visualiser une molécule.
Électronégativité, liaison covalente polarisée. Polarité d'une molécule. Liaisons intermoléculaires. Lien entre structure et propriétés physiques.	<ul style="list-style-type: none">- Représenter les charges partielles localisées sur les atomes d'une liaison covalente en utilisant des valeurs d'électronégativité tabulées.- Relier la polarité éventuelle d'une molécule et sa géométrie.- Définir et identifier les liaisons hydrogène et de Van der Waals ; représenter les liaisons hydrogène.- Connaître et comparer les ordres de grandeur des énergies des liaisons intermoléculaires et covalentes.- Interpréter ou classer qualitativement les valeurs des températures ou des énergies de changement d'état d'espèces chimiques en comparant leurs structures.
Solvants usuels. Dissolution d'une espèce moléculaire ou ionique ; bilan de matière.	<ul style="list-style-type: none">- Citer et identifier des solvants polaires et apolaires usuels.- Décrire la dissolution d'une espèce ionique ou moléculaire en faisant intervenir les liaisons intermoléculaires entre soluté et solvant.- Modéliser par une équation de réaction la dissolution d'une espèce solide moléculaire ou ionique.- Effectuer un bilan de matière lors de la dissolution totale d'une espèce solide ionique. Capacité expérimentale : préparer une solution aqueuse de concentration donnée par dissolution ou dilution.

Bibliographie

- Belin 1ere enseignement de spécialité

Questions/Remarques

Questions :

- Niveau ? Mix 1ere générale - 1ere STL
- Pas le schéma de Lewis en prérequis, y aboutir ici. Parler plutôt de notion de molécule.
- Cas peu polaire ? Liaison C-H.
- Phase condensée ? Liquide ou solide.
- Incertitude du banc Kofler ? étalonnage + mesure + appareil. Raisons d'écart à une valeur attendue ? Impuretés ou présence d'eau.

Remarques :

- Possibilité d'aller plus vite/plus loin.
- Privilégier une approche renversée : expérience qui amène un questionnement puis mise en place du formalisme. Manque d'accroche/fil rouge. Exemples : pourquoi deux molécules semblables ont des T_f si différentes ? Pourquoi un fil d'eau est-il dévié au voisinage d'un champ électrostatique ?
- Partie polarité à reprendre : parler de liaisons (a)polarisée PUIS de molécules (a)polaires. Prendre un autre exemple que le diiode : cyclohexane.
- Première partie à garder. TB de comparer les ODG d'énergie et de longueur. Approche légitime pourvu de dynamiser la présentation.
- Autre idée de manips pour les VdW : diiode dans eau/cyclohexane. +1 pour les petits papiers.
- Si IR, organiser la leçon autrement.
- Autres possibilités : orienter vers Lewis / chgt d'état.